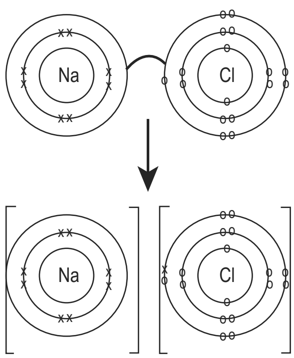
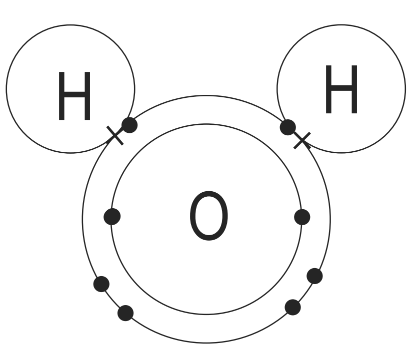
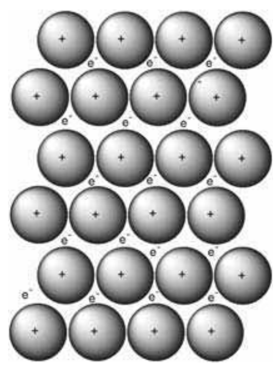
পঞ্চম অধ্যায়

রাসায়নিক বন্ধন

নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহ এক–পরমাণুক গ্যাসরূপে প্রকৃতিতে স্থায়ী, এ গ্যাসগুলো ব্যতীত অন্য মৌলের পরমাণুসমূহ স্বাধীনভাবে প্রকৃতিতে বিরাজ করে না। মৌলিক গ্যাসের অণুসমূহ সাধারণত দ্বিপরমাণুক যেমন– O_2, N_2, F_2, Cl_2, Br_2 ইত্যাদি। আবার কোনো কোনো মৌলের অণু দুইয়ের অধিক পরমাণু নিয়ে গঠিত হয়। যেমন O_3, P_4, S_8 । আবার ভিন্ন ভিন্ন মৌলের পরমাণু মিলে যৌগ গঠন করে যেমন NaCl, H_2O, HCl, CH_4 প্রভৃতি। সব অণুতেই পরমাণুসমূহ এক বিশেষ আকর্ষণশক্তি দ্বারা পরস্পর আবদ্ধ থাকে, এ শক্তিকে বন্ধনশক্তি বলে। সাধারণত বন্ধন গঠন কালে সকল পরমাণুই তার শেষ শক্তিস্তরে নিকটবর্তী নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করতে চায়। ধাতু–অধাতু মিলে সাধারণত আয়নিক বন্ধন, অধাতু–অধাতু মিলে সমযোজী বন্ধন গঠন করে। ধাতব খণ্ডে ধাতব পরমাণুসমূহ ধাতব বন্ধনের মাধ্যমে একে অন্যের সাথে আবদ্ধ থাকে। তিন প্রকার বন্ধনে সৃষ্ট মৌল বা যৌগের আলাদা আলাদা বৈশিষ্ট্য রয়েছে।







এই অধ্যায় পাঠ শেষে আমরা–

(১) যোজ্যতা ইলেকট্রনের ধারণা ব্যাখ্যা করতে পারব।
(২) নিষ্ক্রিয় গ্যাস–এর স্থিতিশীলতা ব্যাখ্যা করতে পারব।
(৩) অষ্টক ও দুই–এর নিয়মের ধারণা ব্যাখ্যা করতে পারব।
(৪) রাসায়নিক বন্ধন এবং তা গঠনের কারণ ব্যাখ্যা করতে পারব।
(৫) আয়ন কীভাবে এবং কেন সৃষ্টি হয় তা ব্যাখ্যা করতে পারব।
(৬) আয়নিক বন্ধন গঠনের প্রক্রিয়া বর্ণনা করতে পারব।
(৭) সমযোজী বন্ধন গঠনের প্রক্রিয়া বর্ণনা করতে পারব।
(৮) আয়নিক ও সমযোজী বন্ধনের সাথে গলনাংক, স্ফুটনাংক, দ্রাব্যতা, বিদ্যুৎ পরিবাহিতা এবং কেলাস গঠনের ধর্ম ব্যাখ্যা করতে পারব।
(৯) ধাতব বন্ধনের ধারণা ব্যাখ্যা করতে পারব।
(১০) ধাতব বন্ধনের সাহায্যে ধাতুর বিদ্যুৎ পরিবাহিতা ব্যাখ্যা করতে পারব।
(১১) স্থানীয়ভাবে সহজপ্রাপ্য দ্রব্যের মধ্যে আয়নিক ও সমযোজী যৌগ শনাক্ত করতে পারব।

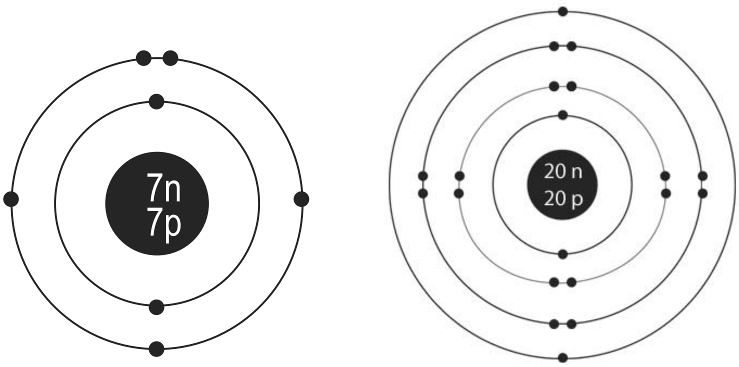
৫.১ যোজ্যতা ইলেকট্রন

কিছু মৌলের প্রতীক দেওয়া হলো, এদের পারমাণবিক সংখ্যা লিখে ইলেকট্রন বিন্যাস কর এবং ইলেকট্রন বিন্যাসের চিত্র আঁক।

Li, Na, O, F

কোনটির শেষ শক্তিস্তরে কতটি করে ইলেকট্রন আছে লিখ।

কোনো মৌলের সর্বশেষ প্রধান শক্তিস্তরের মোট ইলেকট্রন সংখ্যাকে সেই মৌলের যোজন ইলেকট্রন বা যোজ্যতা ইলেকট্রন বলে।



নিজে কর : নাইট্রোজেন ও ক্যালসিয়ামের যোজ্যতা ইলেকট্রন সংখ্যা কতটি ?

(মৌলসমুহের প্রথম কক্ষপথের দুটি ইলেকট্রনকে বেজোড় অবস্থায় দেখানো হলেও প্রকৃতপক্ষে এরা একটি উপস্তরে জোড় অবস্থায়)

চিত্র ৫.১: নাইট্রোজেন ও ক্যালসিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস

৫.২ নিষ্ক্রিয় গ্যাস এবং এর স্থিতিশীলতা

নিশ্চয় তোমরা জান পর্যায় সারণির '18' গ্রুপের মৌলসমূহকে নিষ্ক্রিয় গ্যাস বলা হয়।

এই গ্রুপের হিলিয়াম, নিয়ন, আর্গন ও ক্রিপটনের ইলেকট্রন বিন্যাস কর।

[**চিন্তা কর** *:* ইলেকট্রন বিন্যাসের ক্ষেত্রে কী মিল এবং কী অমিল লক্ষ করছ?]

নিম্নে নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস দেওয়া হলো :

He (2) : $\mathbf{1s^2}$

Ne (10) : $1s^2$ $\mathbf{2s^2\ 2p^6}$

Ar (18) : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ $\mathbf{3s^2\ 3p^6}$

Kr (36): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$ $\mathbf{4s^2\ 4p^6}$

Xe (54) : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}$ $\mathbf{5s^2\ 5p^6}$

Rn (86) : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}\ 5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}$ $\mathbf{6s^2\ 6p^6}$

উপরের ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে দেখা যায়, একমাত্র হিলিয়াম ছাড়া অন্য সকল নিষ্ক্রিয় মৌলের যোজ্যতা স্তরে ৪টি ইলেকট্রন রয়েছে। He -এর পারমাণবিক সংখ্যা 2। ১ম প্রধান শক্তিস্তরে একটি মাত্র উপস্তর (s) থাকায় এর যোজ্যতা স্তর 2 টি ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ থাকে, যা He -এর জন্য স্থায়ী বিন্যাস। He –এর যোজ্যতা স্তরে 2 এবং অন্যান্য নিষ্ক্রিয় গ্যাসের যোজ্যতা স্তরে ৪টি ইলেকট্রন স্থিতিশীল অবস্থা প্রদান করে। এরূপ ইলেকট্রন বিন্যাস পরিবর্তনে অনাগ্রহী হওয়ার কারণেই মৌলসমূহ রাসায়নিকভাবে নিষ্ক্রিয়। অন্যদিকে অন্যান্য মৌলসমূহের সর্ববহিঃস্থ স্তরে এ ইলেকট্রন বিন্যাস না থাকায় এ সব মৌল বিভিন্নভাবে এ ধরনের অধিকতর স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস গঠনে আগ্রহী।

৫.৩ অষ্টক ও দুই–এর নিয়ম

তোমরা পূর্বে Li এবং Na -এর ইলেকট্রন বিন্যাস করেছ।

কীভাবে Li, He এর ইলেকট্রন বিন্যাস এবং Na, Ne –এর ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করবে ব্যাখ্যা কর।

অন্যদিকে অক্সিজেন ও ক্লোরিনের ইলেকট্রন বিন্যাস করেছ। ক্যালসিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস কর। স্থিতিশীলতা অর্জনের জন্য এ তিনটি মৌল কোন নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করতে চাইবে এবং কীভাবে করবে ব্যাখ্যা কর।

হাইড্রোজেনের যোজ্যতা স্তরে একটি মাত্র ইলেকট্রন রয়েছে। H পরমাণু, যৌগের অণু গঠনের সময় এটি এর নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাস হিলিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করতে চাইবে। এজন্য যৌগ গঠনের সময় হাইড্রোজেন পরমাণু একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে (স্বল্পতম ক্ষেত্রে) বা হাইড্রোজেনের ইলেকট্রনটি অন্য একটি ইলেকট্রনের সাথে শেয়ার করে।

সুতরাং উপরের ব্যাখ্যা–বিশেষণ থেকে এ সিদ্ধান্তে উপনীত হওয়া যায় যে–

বিভিন্ন মৌলের পরমাণুসমূহ নিজেদের মধ্যে ইলেকট্রন আদানপ্-দান এবং শেয়ারের মাধ্যমে পরমাণুসমূহের শেষ শক্তিস্তরে 2 টি অথবা বেশির ভাগ ক্ষেত্রে আটটি ইলেকট্রনের বিন্যাস লাভ করে। এভাবে He -এর বিন্যাস লাভ করাকে দুইএর (duplet or duet) নিয়ম এবং যোজ্যতা স্তরে 8 টি ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করাকে অষ্টক (octet) নিয়ম বলে।

৫.৪ রাসায়নিক বন্ধন ও রাসায়নিক বন্ধন গঠনের কারণ

Li, Na এবং Ca -এর ক্ষেত্রে দেখেছ ইলেকট্রন বর্জন করে যোজ্যতা স্তরে এরা দুই–এর বা অষ্টক নীতি অনুযায়ী বিন্যাস লাভ করে। O, F পরমাণু ইলেকট্রন গ্রহণ করে যোজ্যতা স্তরে অষ্টক বিন্যাস লাভ করে।

H_2 অনু গঠনকালে দুটি হাইড্রোজেন পরমাণু 1টি করে ইলেকট্রন শেয়ার করে।

এই ভাবে বিভিন্ন মৌল ইলেকট্রন আদান–প্রদান অথবা শেয়ারের মাধ্যমে বন্ধন গঠন করে।

তাহলে রাসায়নিক বন্ধন গঠনের জন্য কিছু প্রয়োজনীয় তথ্য আমাদের মনে রাখতে হবে–

১. কোনো মৌলের শেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন অর্থাৎ যোজ্যতা ইলেকট্রন বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ করে।

২. প্রতিটি পরমাণুরই লক্ষ্য থাকে তার নিকটবর্তী নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করা।

৩. 1 থেকে 17 পারমাণবিক সংখ্যাবিশিষ্ট মৌলসমূহ বন্ধন গঠন করলে খুব সহজেই দুই–এর (duplet) বা অষ্টক (octet) নিয়ম মেনে চলে। তৃতীয় স্তরের সর্বোচ্চ ইলেকট্রন ধারণক্ষমতা 18 হওয়া সত্ত্বেও কিছু মৌল

(যেমন K, Ca) ৪টি ইলেকট্রন দ্বারা ৩য় স্তর পূর্ণ থাকা অবস্থায় ৪র্থ স্তরের ১ম উপস্তর (1s) পূর্ণ করে। বন্ধন গঠনের সময় এরাও অষ্টক নিয়ম অনুসরণ করে।

উপরের তথ্যের ভিত্তিতে পরমাণুসমূহ বন্ধন গঠন করে এবং সে কারণেই একের প্রতি অন্যের আকর্ষণ বা আসক্তির সৃষ্টি হয়। সুতরাং বলা যায় যে–

যে আকর্ষণ বলের মাধ্যমে একটি পরমাণু অন্য পরমাণুর সাথে যুক্ত হয় তাকে রাসায়নিক বন্ধন বলে।

৫.৫ ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন

পাশাপাশি সোডিয়াম ও নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাসের চিত্র আঁক।

কীভাবে সোডিয়াম নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করবে? Na –এর পারমাণবিক সংখ্যা ১১।

তার শেষ শক্তিস্তরের একটি ইলেকট্রন ত্যাগের মাধ্যমে তাই না?

Na	$Na^+ + e^-$	Na^+ আয়নের চার্জ গঠন
2, 8, 1	2, 8	11 টি প্রোটনের চার্জ = +11
		10 টি ইলেকট্রনের চার্জ = -10
		মোট চার্জ = +1

যে সকল মৌলের শেষ শক্তিস্তর বা যোজ্যতা স্তরে কম সংখ্যক (1, 2, 3) ইলেকট্রন থাকে সে সকল মৌলের ইলেকট্রন ঐ পর্যায়ের অন্যান্য মৌলের তুলনায় নিউক্লিয়াস থেকে দূরে অবস্থানের কারণে নিউক্লিয়াসের সাথে দুর্বলভাবে আকর্ষিত থাকে এবং মৌলসমূহ ইলেকট্রন অপসারণ করে দুই এর বা অষ্টক পূর্ণ অবস্থায় পরিণত হতে চায়। যার ফলে এরা সহজেই ইলেকট্রন ত্যাগ করে। স্বাভাবিক অবস্থায় পরমাণুর ইলেকট্রন ও প্রোটন সংখ্যা সমান থাকে। একটি ইলেকট্রন ত্যাগের কারণে বিভিন্ন কক্ষপথে ইলেকট্রনের তুলনায় নিউক্লিয়াসে ধনাত্মক চার্জের পরিমাণ এক একক বেড়ে যায়। তখন এটি একক ধনাত্মক চার্জযুক্ত পরমাণুতে পরিণত হয়।

নিজে কর :
পাশাপাশি ক্লোরিন ও আর্গনের ইলেকট্রন বিন্যাসের চিত্র আঁক।

ধনাত্মক চার্জযুক্ত পরমাণুকে ক্যাটায়ন বলে ।

দেখা যাচ্ছে ক্লোরিনের যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা 7, মোট ইলেকট্রন সংখ্যা 17, অপর দিকে নিস্ক্রিয় গ্যাস আর্গনের ইলেকট্রন সংখ্যা 18, যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা ৮। আর্গনের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করতে হলে ক্লোরিনের আরও একটি ইলেকট্রন প্রয়োজন।

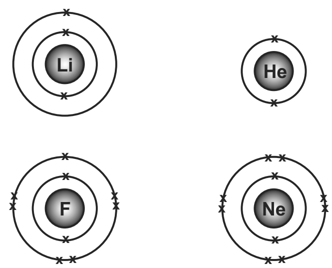
		Cl^- আয়নের চার্জ গঠন
$Cl + e^-$	Cl^-	17 টি প্রোটনের চার্জ = +17
2, 8, 7	2, 8, 8	18 টি ইলেকট্রনের চার্জ = -18
		মোট চার্জ = -1

একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে ক্লোরিন পরমাণু একক ঋণাত্মক আধানযুক্ত ক্লোরাইড আয়নে পরিণত হয়।

ঋণাত্মক আধানযুক্ত পরমাণুকে অ্যানায়ন বলে।

নিজে কর :
ম্যাগনেসিয়াম ও অক্সিজেনের ইলেকট্রন বিন্যাসের চিত্র এঁকে কীভাবে দুটি পরমাণু এদের নিকটবর্তী নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নে পরিণত হবে দেখাও।

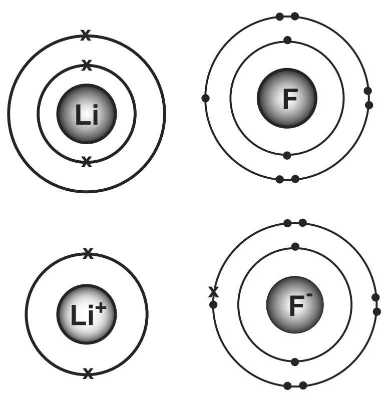
৫.৬ আয়নিক বন্ধন



চিত্র ৫.২: বিভিন্ন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস

লিথিয়াম কীভাবে হিলিয়াম এবং ফ্লোরিন কীভাবে নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করবে? লিথিয়াম পরমাণু যোজ্যতা স্তরের একটি ইলেকট্রন বর্জন করে হিলিয়ামের স্থায়ী দুই–এর (duplet) এবং ফ্লোরিন পরমাণু যোজ্যতা স্তরে একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে নিয়নের যোজ্যতা স্তরের স্থায়ী অষ্টক (octet) বিন্যাস লাভ করবে।

দুটি পরমাণু যখন কাছাকাছি আসে তখন লিথিয়াম পরমাণু তার যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রনটি ফ্লোরিন পরমাণুকে দান করবে এবং ফ্লোরিন সেই দানকৃত ইলেকট্রনটি গ্রহণ করে যথাক্রমে Li^+ আয়ন ও F^- আয়নে পরিণত হবে। দুটি আয়ন যুক্ত হয়ে LiF যৌগে পরিণত হবে।



চিত্র ৫.৩: লিথিয়াম ফ্লোরাইড যৌগ গঠন প্রক্রিয়া।

নিজে কর :
একইভাবে সোডিয়াম ও ফ্লোরিন পরমাণু সংযোগে সোডিয়াম ফ্লোরাইড (NaF) যৌগটির গঠনপ্রক্রিয়া দেখাও।

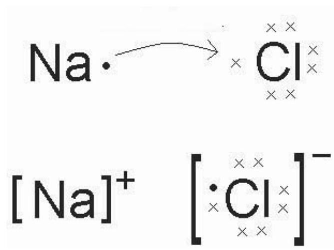
[**দলগতভাবে কর** : ম্যাগনেসিয়াম অক্সাইড, ক্যালসিয়াম ক্লোরাইড এবং পটাসিয়াম ক্লোরাইড যৌগসমূহের গঠনপ্রক্রিয়া এঁকে দেখাও এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

১. ম্যাগনেসিয়াম অক্সাইড বন্ধন গঠনের সময় ম্যাগনেসিয়াম ও অক্সিজেন কতটি করে ইলেকট্রন দান এবং গ্রহণ করে?
২. Mg, Mg^{2+} আয়নে এবং O, O^{2-} আয়নে পরিণত হলো কেন?
৩. ক্যালসিয়াম ক্লোরাইডের সংকেত কী?

উপরের সবগুলো উদাহরণ পর্যলোচনা করলে দেখা যায় ধাতুসমূহ ইলেকট্রন বর্জন এবং অধাতুসমূহ ধাতু কর্তৃক দানকৃত ইলেকট্রন/ইলেকট্রনসমূহ গ্রহণ করে যথাক্রমে ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নে পরিণত হয়। ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন কাছাকাছি এসে আয়নিক বন্ধন গঠন করে।

ইলেকট্রন আদান–প্রদানের মাধ্যমে গঠিত ক্যাটায়ন (ধনাত্মক আয়ন) এবং অ্যানায়নসমূহ (ঋণাত্মক আয়ন) যে আকর্ষণ বল দ্বারা যৌগের অণুতে আবদ্ধ থাকে তাকে আয়নিক বন্ধন বলে।

দুটি ভিন্নধর্মী পরমাণুর মাধ্যমে গঠিত হয় আয়নিক যৌগ।



চিত্র ৫.৪: NaCl এর আয়নিক বন্ধন গঠন

জানা প্রয়োজন আয়নিক বন্ধন সাধারণত পর্যায় সারণির গ্রুপ 1 ও 2এ র ধাতু এবং গ্রুপ 16 ও 17এ র অধাতুর মধ্যে ঘটে থাকে। পর্যায় সারণির মাঝামাঝি অবস্থানে অবস্থিত ধাতুসমূহের শেষ শক্তিস্তরে অধিকসংখ্যক ইলেকট্রন থাকার কারণে, ইলেকট্রন দান বা গ্রহণের জন্য অধিক শক্তির প্রয়োজন হয় যার ফলে সাধারণত এরা তিন বা চার সংখ্যক ইলেকট্রন গ্রহণ বা বর্জনে উৎসাহী হয় না। এর মধ্যে ব্যতিক্রম হলো Al^{3+} আয়ন। তাও দেখা যায় Al সব সময় তিনটি ইলেকট্রন বর্জন করে আয়নিক বন্ধন গঠন করে না।

উল্লেখ্য যে পর্যায় সারণির 1 থেকে 20 পর্যন্ত পারমাণবিক সংখ্যাবিশিষ্ট মৌলসমূহই প্রকৃতভাবে বন্ধন গঠনকালে দুই এর (duplet) ও অষ্টক (octet) নীতি অনুসরণ করে।

৫.৭ সমযোজী বন্ধন

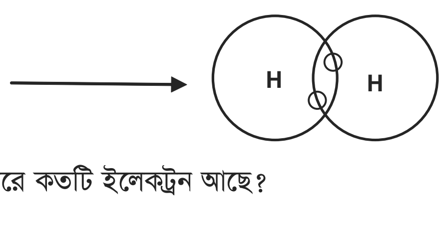
হাইড্রোজেন, কার্বন, অক্সিজেন, নাইট্রোজেন ও ফ্লোরিনের ইলেকট্রন বিন্যাসের চিত্র আঁক।

এ সকল মৌলই অধাতু।

অধাতুঅধাতু ব ন্ধন গঠন করার ক্ষেত্রে কী ঘটে? যদি একটি হাইড্রোজেন পরমাণু অপর একটি হাইড্রোজেন পরমাণুর সাথে যুক্ত হয় তখন কী ঘটে?

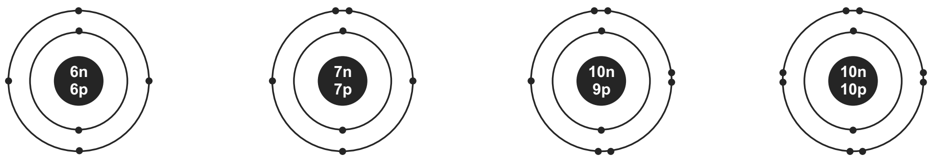
এ ক্ষেত্রে হিলিয়াম পরমাণুর স্থায়ী দুইএর বিন্যাস লাভ করার জন্য হাইড্রোজেনের ইলেকট্রন গ্রহণ বা বর্জন সম্ভব নয়। সেক্ষেত্রে পরমাণুদ্বয় পরস্পর ইলেকট্রন শেয়ার করে হিলিয়ামের স্থায়ী বিন্যাস লাভ করবে।

H_2 অণু



কার্বন, নাইট্রোজেনে ও ফ্লোরিনের যোজ্যতা স্তরে কতটি ইলেকট্রন আছে?

কার্বনের 4 টি, নাইট্রোজেনের 5 টি ও ফ্লোরিনের 7 টি–



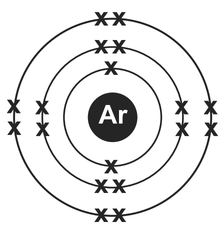
কার্বন নাইট্রোজেন ফ্লোরিন নিয়ন

চিত্র ৫.৫: বিভিন্ন মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস

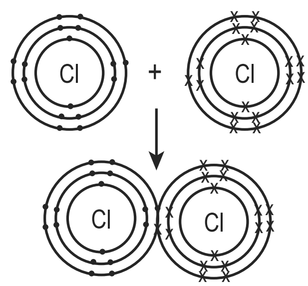
অধাতুর সাথে বন্ধন গঠনের সময় নিয়নের যোজ্যতা স্তরের স্থায়ী অষ্টক গঠনের জন্য অথবা হিলিয়ামের স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস গঠনের জন্য কার্বনের 4 টি ইলেকট্রন গ্রহণ বা বর্জন প্রয়োজন। নাইট্রোজেনের 3 টি ইলেকট্রন গ্রহণ বা 5 টি ইলেকট্রন বর্জন প্রয়োজন। ফ্লোরিনের 7 টি ইলেকট্রন বর্জন বা 1 টি ইলেকট্রন গ্রহণ প্রয়োজন। অধাতুসমূহ ইলেকট্রন গ্রহণ একমাত্র ধাতুর সাথে বন্ধন গঠনের সময়। অধাতু–অধাতুর বন্ধন গঠনের ক্ষেত্রে কী ঘটবে?

কোনো মৌলের পক্ষে এত অধিকসংখ্যক ইলেকট্রন গ্রহণ বা বর্জন সম্ভব নয়। কারণ এর জন্য অধিক পরিমাণ শক্তি ব্যয় করতে হয় যা যে কোনো মৌলের ক্ষমতার বাইরে।

ক্লোরিন অণু গঠনের ক্ষেত্রে কী ঘটবে?



চিত্র ৫.৬: আর্গনের ইলেকট্রন বিন্যাস



চিত্র ৫.৭: Cl_2 অণুর বন্ধন গঠন

দেখা যাচ্ছে Cl_2 অণুর বন্ধন গঠনের ক্ষেত্রে প্রতিটি পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের একটি করে ইলেকট্রন শেয়ার করে তার নিকটবর্তী নিষ্ক্রিয় গ্যাস আর্গনের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে।

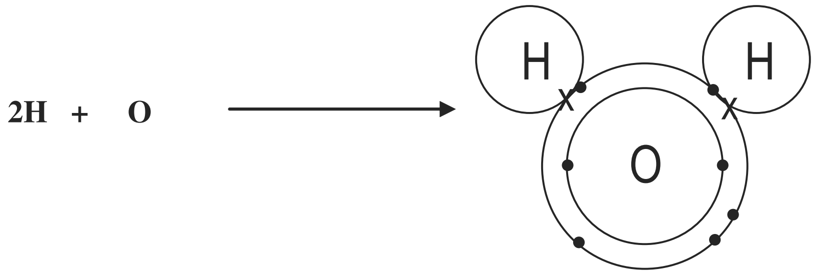
[নিজে কর : অক্সিজেন ও ফ্লোরিন অণুর বন্ধন গঠনচিত্র অংকন কর। কোনটির ক্ষেত্রে একক এবং কোনটির ক্ষেত্রে দ্বিবন্ধন দেখা যায় ব্যাখ্যা কর।]

উপরে আলোচিত সবই মৌলিক অণু। আরও অনেক মৌলিক অণু রয়েছে। ভিন্ন ভিন্ন অধাতু পরমাণু মিলে যখন যৌগ গঠন করে তখন কী ঘটে লক্ষ কর।

H_2O, পানির একটি অণু যা দুইটি হাইড্রোজেন ও একটি অক্সিজেন পরমাণু নিয়ে গঠিত।

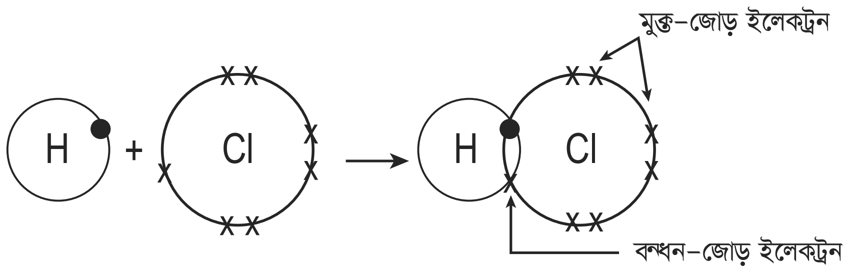
অক্সিজেনের পারমাণবিক সংখ্যা 8, এর ইলেকট্রন বিন্যাস: 2, 6। হাইড্রোজেনের পারণবিক সংখ্যা 1, এর ইলেকট্রন বিন্যাস 1। নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের জন্য অক্সিজেনের সর্ববহিঃস্থ স্তরে 2 টি ইলেকট্রন প্রয়োজন। সে

কারণে দুইটি হাইড্রোজেন পরমাণু একটি করে ইলেকট্রন অক্সিজেনের যোজ্যতা স্তরের দুইটি ইলেকট্রনের সাথে শেয়ার করে অক্সিজেন অষ্টক ও হাইড্রোজেন দুই–এর বিন্যাস লাভ করবে।



চিত্র ৫.৮: H_2O অণুর গঠন

যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে সমযোজী অণুর গঠনের চিত্র দেখানো যায়।



চিত্র ৫.৯: যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে HCl অণুর বন্ধন গঠন

সমযোজী বন্ধনের মাধ্যমে গঠিত হয় সমযোজী যৌগ এবং সমযোজী অণু। নিচের ছকে (ছক ৫.১) কিছু অণুর সংকেত দেওয়া হলো। এদের বন্ধন গঠনচিত্র অংকন কর (যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে)।

অণু	পরমাণু সংখ্যা	বন্ধন গঠন চিত্র
মিথেন CH_4	C+4H	
অ্যামোনিয়া NH_3	N+3H	
কার্বন–ডাই–অক্সাইড CO_2	C+2O	

ছক ৫.১: সমযোজী বন্ধন গঠনের চিত্র

চিন্তা কর : H_2O, NH_3, CO_2 এবং CH_4 বন্ধন গঠনের পর প্রতিটি অণুতে কতটি মুক্ত–জোড় ইলেকট্রন রয়েছে এবং কতটি বন্ধন–জোড় ইলেকট্রন বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ করেছে?

উপরের সবগুলো উদাহরণ পর্যালোচনা করলে দেখা যায় সমযোজী অণু গঠনকারী প্রতিটি পরমাণুই অধাতু। হাইড্রোজেন ছাড়া সব অধাতু মৌলেরই শেষ শক্তিস্তরে তিনের অধিক ইলেকট্রন রয়েছে। দুই–এর ও অষ্টক নিয়ম অনুসারে যৌগ দুই এর গঠন করার জন্য ইলেকট্রন ত্যাগ বা গ্রহণের জন্য যতটা শক্তি প্রয়োজন তা তাদের নেই। ফলে নিজেদের মধ্যে তারা ইলেকট্রন শেয়ার করে।

সর্বশেষ শক্তিস্তরে স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের জন্য ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে যে বন্ধন গঠিত হয়, তাকে সমযোজী বন্ধন বলে।

লক্ষণীয় –

- সাধারণত দুটি অধাতব পরমাণুর মধ্যে সমযোজী বন্ধন ঘটে থাকে।
- বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণু সমসংখ্যক ইলেকট্রন যোগান দিয়ে এক বা একাধিক ইলেকট্রন যুগল সৃষ্টি করে যা উভয় পরমাণু সমানভাবে শেয়ার করে।

সমযোজী বন্ধনে গঠিত মৌলিক অণুকে (যেমন O_2) সমযোজী অণু এবং যৌগকে সমযোজী যৌগ (যেমন CO_2) বলে। কিছু সমযোজী অণু কম তাপমাত্রায় গ্যাসীয় অবস্থায় থাকে (CO_2, CH_4, NH_3 ইত্যাদি) কিছু তরল অবস্থায় থাকে (H_2O, C_2H_5OH ; ইথানল ইত্যাদি) এবং কিছু কঠিন অবস্থায় থাকে {সালফার (S_8), আয়োডিন (I_2) ইত্যাদি}। এদের অণুসমূহ দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস (van der Waals) শক্তি দ্বারা আবদ্ধ থাকে যা কম তাপমাত্রায় ভেঙে যায়। CO_2, CH_4, NH_3 ইত্যাদির অণুসমূহের মধ্যে ভ্যানডার ওয়ালস (van der Waals) শক্তি নেই বললেই চলে, যার ফলে এরা গ্যাসীয় অবস্থায় একক অণু হিসেবে ঘুরে বেড়ায়।



চিত্র ৫.১০: সর্বশেষশক্তি স্তরের ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে CO_2 অণু গঠন

৫.৮ আয়নিক ও সমযোজী যৌগের বৈশিষ্ট্য

গলনাংক ও স্ফুটনাংক (দলগত কাজ) : প্রতিটি দল খাদ্যলবণ (NaCl) ও চিনি আলাদা আলাদা তাপসহ কাচ নলে নিয়ে তাপ দিতে থাক। পর্যবেক্ষণের ফলাফল নোট কর। NaCl -এর গলনাংক অনেক বেশি বলে ল্যাবরেটরিতে তার গলনাংক নির্ণয় সহজ না–ও হতে পারে। চিনির গলনাংক অনেক কম বলে তা নির্ণয় সহজ হবে, তবে স্ফুটনাংক নির্ণয় বেশ কঠিন কারণ গলনের পরই এটি বাদামি থেকে কালো রঙ ধারণ করে। যাকে আমরা ক্যারামেল বলে থাকি। সহজপ্রাপ্ত হলে খাদ্যলবণের বদলে সোডিয়াম নাইট্রেট নিয়ে তোমরা এ পরীক্ষাটি করতে পার, চিনির বদলে পানি নিয়ে স্ফুটনাংক নির্ণয় করতে পার, ২য় অধ্যায়ে যে ভাবে উপকরণগুলো সাজিয়েছিলে সেভাবে সাজাতে হবে। চিনির আণবিক সংকেত : $C_{12}H_{22}O_{11}$।

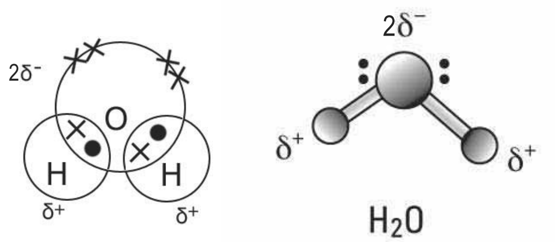
শিক্ষার্থীর কাজ: পরীক্ষণ থেকে দেখা যায় আয়নিক যৌগসমূহের গলনাংক ও স্ফুটনাংক উচ্চ এবং সমযোজী যৌগসমূহের গলনাংক ও স্ফুটনাংক নিম্ন– কারণ ব্যাখ্যা কর।

[**তথ্য:** আয়নিক যৌগের অণুতে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত থাকায় এদের আন্তঃআণবিক শক্তি বেশি হয়। অপরদিকে সমযোজী যৌগের অণু নিরপেক্ষ হওয়ায় এদের অণুসমূহের মধ্যে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস আকর্ষণ শক্তি বিদ্যমান থাকে।]

দ্রবণীয়তা (দলগত কাজ): নির্দিষ্ট পরিমাণ পানিতে আলাদা আলাদা ভাবে কাপড় কাচা সোডা, সোডিয়াম ক্লোরাইড ও তুঁতে যোগ করে তা নাড়তে থাক, কোনটি মিশ্রিত হলো, কোনটি হলো না তা লিপিবদ্ধ কর। উল্লেখ্য এ সকল সব যৌগই আয়নিক। আবার আলাদা আলাদা পাত্রে নির্দিষ্ট পরিমাণ পানিতে সমযোজী যৌগ ন্যাপথলিন, আটা/ময়দা, তেল ও চিনি পানিতে মিশ্রিত কর। পর্যবেক্ষণের ফলাফল লিপিবদ্ধ কর।

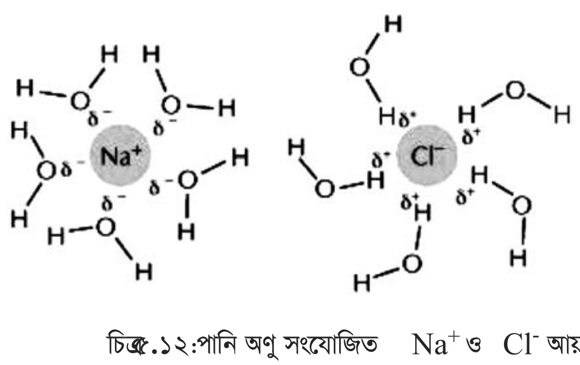
এ ক্ষেত্রে তোমাদের মনে একটি প্রশ্ন আসতে পারে বেশিরভাগ আয়নিক যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয়, কিছু হয় না আবার বেশির ভাগ সমযোজী যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয় না, কিছু হয় কেন?

দ্রবণীয়তা পরীক্ষা করতে গিয়ে দেখেছ পানিতে প্রায় সকল আয়নিক যৌগসমূহ দ্রবীভূত হয়, যদিও পানি একটি সমযোজী যৌগ, অপর দিকে বেশির ভাগ সমযোজী যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয় না কিন্তু চিনি, অ্যালকোহল সমযোজী যৌগ হওয়া সত্ত্বেও দ্রবীভূত হয়। এর কারণ কী? বন্ধন গঠনের পর পানির অণুতে অক্সিজেন ও হাইড্রোজেন পরমাণুর মধ্যবর্তী শেয়ারকৃত ইলেকট্রনকে উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াস আকর্ষণ করে। এই আকর্ষণ করার ক্ষমতা হাইড্রোজেনের তুলনায় অক্সিজেনের বেশি থাকে (সমযোজী বন্ধনে শেয়ারকৃত ইলেকট্রনকে আকর্ষণ করার ক্ষমতাকে তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলে)। আকর্ষণের কারণে বন্ধনের শেয়ারকৃত ইলেকট্রনযুগল অক্সিজেন পরমাণুর নিউক্লিয়াসের দিকে স্থানান্তরিত হয়। যার ফলে অক্সিজেনে আংশিক ঋণাত্মক প্রান্তর এবং হাইড্রোজেনে আংশিক ধনাত্মক প্রান্তের সৃষ্টি হয়। এই ঘটনাকে সমযোজী যৌগের পোলারিটি বলা হয়। যে সমযোজী যৌগে পোলারিটির সৃষ্টি হয় তাকে পোলার সমযোজী যৌগ বলে।



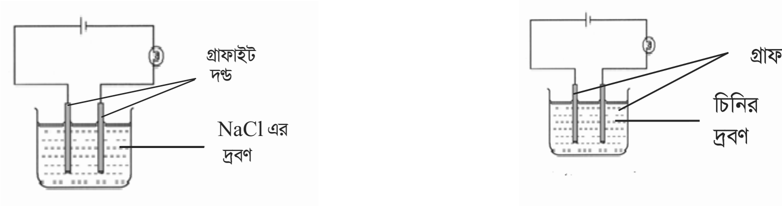
চিত্র ৫.১১: পানির অণুতে পোলারিটি

আয়নিক যৌগে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত থাকে। আয়নিক যৌগের ধনাত্মক প্রান্ত পানির ঋণাত্মক অক্সিজেন প্রান্ত দ্বারা আকর্ষিত হয় এবং আয়নিক যৌগের ঋণাত্মক প্রান্ত পানির ধনাত্মক হাইড্রোজেন প্রান্ত দ্বারা আকর্ষিত হয়। সমযোজী যৌগসমূহের মধ্যে যাদের পোলারিটি রয়েছে সেগুলোও একইভাবে আকর্ষিত হয় এবং পানিতে দ্রবীভূত হয়।



চিত্র ৫.১২: পানি অণু সংযোজিত Na^+ ও Cl^- আয়ন

বিদ্যুৎ পরিবাহিতা (দলগত কাজ): একটি পাত্রে/বিকারে খাদ্যলবণের দ্রবণ, অপর একটি পাত্রে/বিকারে চিনির দ্রবণ নিয়ে ইলেকট্রোড হিসেবে দুটি গ্রাফাইট দণ্ড নাও। দণ্ডদ্বয়ের সাথে কপার তার ব্যাটারি, টর্চ বাল্ব যুক্ত কর।



চিত্র ৫.১৩: দ্রবণের বিদ্যুৎ পরিবাহিতা নির্ণয়

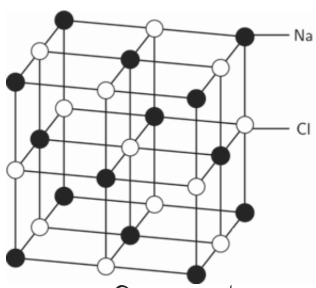
পর্যবেক্ষণ কর এবং আয়নিক ও সমযোজী যৌগের বিদ্যুৎ পরিবাহিতার পার্থক্য নির্ণয় কর। গ্রাফাইট দণ্ডের পরিবর্তে ধাতব দণ্ড ব্যবহার করা যায়। দ্রবণের বিদ্যুৎ পরিবাহী ও অপরিবাহী হওয়ার কারণ ব্যাখ্যা কর।

(**তথ্য :** বিদ্যুৎ পরিবহণের জন্য মুক্ত আয়ন বা ইলেকট্রনের উপস্থিতি এবং তাদের চলাচল প্রয়োজন।)

কেলাস গঠন :

[**বাড়ির কাজ:** প্রত্যেকে পৃথক পাত্রে খাবার লবণ ও চিনির আলাদা আলাদা সম্পৃক্ত দ্রবণ তৈরি করে তাতে ধীরে ধীরে তাপ প্রয়োগ কর। দ্রবণের আয়তন প্রাথমিক আয়তনের অর্ধেক পরিমাণ হলে নামিয়ে ঠান্ডা হতে দাও। কিছু সময় পর পাত্রের তলায় লবণ ও চিনির দ্রবণ থেকে জমা হওয়া কঠিন পদার্থের আকৃতি পর্যবেক্ষণ কর। (এগুলোর আকৃতি পরীক্ষা করে কীভাবে অনেকগুলো পাশাপাশি অবস্থান করে, কেন লবণের কেলাস গলাতে চিনির চেয়ে অনেক বেশি তাপশক্তির প্রয়োজন হবে ব্যাখ্যা কর])

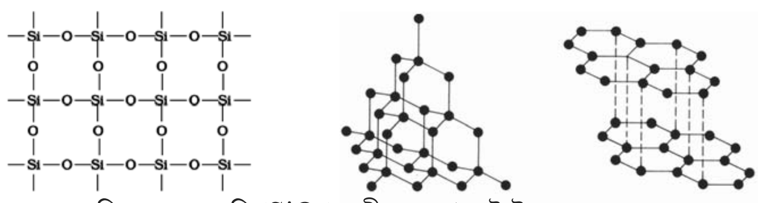
[**শ্রেণির কাজ** : একইভাবে তুঁতের দ্রবণ তৈরি করে তুঁতের স্ফটিক তৈরি কর]



চিত্র ৫.১৪: সোডিয়াম ক্লোরাইডের স্ফটিক কেলাস।

আরও কিছু আয়নিক যৌগের স্ফটিক কেলাস আছে যেমন ম্যাগনেসিয়া (MgO), অ্যালুমিনা (Al_2O_3) যাদের গলনাংক অনেক বেশি, এদের ভৌত অবস্থা 1500°C তাপমাত্রায় অপরিবর্তীত থাকে। সাধারণত কম তাপমাত্রায় আয়নিক যৌগসমূহ কঠিন অবস্থায় থাকে। ইলেকট্রন চলাচল করতে পারে না বলে এ অবস্থায় এরা বিদ্যুৎ পরিবহন করতে পারে না।

নিচে কিছু সমযোজী অণুর স্ফটিক কেলাসের চিত্র দেওয়া হলো:



চিত্র ৫.১৫: বালি (SiO_2) , হীরক ও গ্রাফাইটের কেলাস

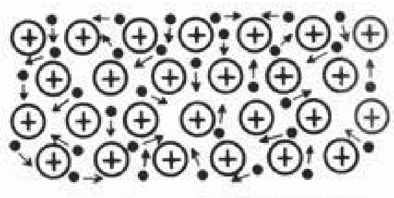
কেলাস অবস্থায় সমযোজী পদার্থসমূহও উচ্চ গলনাংক ও স্ফুটনাংকবিশিষ্ট।

চিন্তা কর : কার্বনের দুটি রূপভেদ, হীরক বিদ্যুৎ অপরিবাহী কিন্তু গ্রাফাইট বিদ্যুৎ পরিবাহী কেন ?

(তথ্য: হীরকে প্রতিটি কার্বন পরমাণু চারটি কার্বন পরমাণুর সাথে এবং গ্রাফাইটে প্রতিটি কার্বন পরমাণু তিনটি কার্বন পরমাণুর সাথে সমযোজী বন্ধন গঠন করে।)

৫.৯ ধাতব বন্ধন

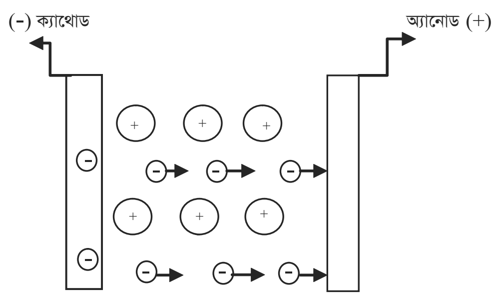
তোমরা কপার তার, অ্যালুমিনিয়াম ফয়েল, অ্যালুমিনিয়ামের তৈরি দরজা-জানালা, লোহা, জিংক ধাতুর প্রলেপযুক্ত ঢেউটিন, বিভিন্ন ধরনের কৌটা দেখে থাক। এদের পরমাণুগুলো কিন্তু অন্য কোনো মৌলের সাথে বন্ধন গঠন করে না, আবার নিজেদের মধ্যে দ্বিপরমাণুক বা ত্রিপরমাণুক অবস্থায় থাকে না। স্ব স্ব মৌলের পরমাণুসমূহ একত্রে পাশাপাশি অবস্থান করে। পূর্বেই লক্ষ করেছ সকল ধাতুরই শেষ শক্তিস্তরে কম সংখ্যক ইলেকট্রন থাকে। পর্যায় সারণির একই পর্যায়ের অন্যান্য মৌলের তুলনায় এই মৌলসমূহের ইলেকট্রন নিউক্লিয়াস থেকে দূরে থাকার কারণে নিউক্লিয়াসের সাথে ইলেকট্রনের আকর্ষণবল কম থাকে। তাই ধাতব কেলাসে এই ইলেকট্রনগুলো পরমাণুর কক্ষপথ থেকে বের হয়ে সমগ্র ধাতবখণ্ডে মুক্তভাবে চলাচল করে। বিমুক্ত ইলেকট্রনগুলো কোনো নির্দিষ্ট পরমাণুর অধীনে থাকে না। বরঞ্চ সমগ্র ধাতব খণ্ডের হয়ে যায়। ইলেকট্রন হারিয়ে ধাতুর পরমাণুগুলো আয়নে পরিণত হয়ে এক ত্রিমাত্রিক কেলাসে অবস্থান করে। এক ইলেকট্রন সাগরে ধাতব আয়নগুলো নিমজ্জিত আছে বলে মনে করা হয়। এই সঞ্চরণশীল ইলেকট্রনের কারণে ধাতবখণ্ডে উচ্চ তাপ ও বিদ্যুৎ পরিবাহিতা, নমনীয়তা, ঘাতসহতা প্রভৃতি বৈশিষ্ট্যের সৃষ্টি হয়।



চিত্র ৫.১৬: ধাতব কেলাসে আয়ন ও ইলেকট্রন

ধাতব পরমাণুসমূহ যে আকর্ষণবল দ্বারা পরস্পরের সাথে আবদ্ধ থাকে তাকে ধাতব বন্ধন বলে ।

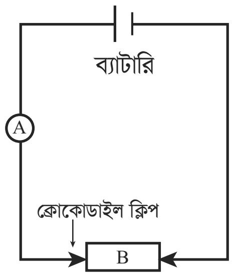
ধাতুর বিদ্যুৎ পরিবাহিতার কারণ:



চিত্র ৫.১৭: ধাতব কেলাসে বিদ্যুৎ পরিবাহিতা ।

সব ধাতুই বিদ্যুৎ সুপরিবাহী। যেহেতু ধাতব কেলাসের অভ্যন্তরী ইলেকট্রনসমূহ স্বাধীনভাবে চলাচল করে, সেহেতু বৈদ্যুতিক ক্ষেত্রের প্রভাবে বা ধাতব খণ্ডকে ব্যাটারির সাথে যুক্ত করে বর্তনী পূর্ণ করলে সহজেই বর্তনীর ঋণাত্মক প্রান্ত থেকে মুক্ত ইলেকট্রনসমূহ ধনাত্মক প্রান্তের দিকে চলাচল করে এবং এভাবেই বিদ্যুৎ পরিবহণ করে। উপরের চিত্রটি ভালোভাবে লক্ষ করলেই তা তোমরা বুঝতে পারবে।

পরীক্ষা কর: কিছু পদার্থ যেমন লোহা, অ্যালুমিনিয়াম, জিংক, ধাতব কৌটার ছোট ঢাকনা, পেন্সিলের দুই প্রান্ত সার্প করে, রাবার, কাঠের টুকরা, রাবার ব্যান্ড ইত্যাদির মধ্যে দিয়ে বিদ্যুৎ পরিবাহিতা পরীক্ষা কর। সবগুলোর মধ্যে অধাতু B –এর স্থানে বিভিন্ন পদার্থ ব্যবহার কর। এদেরকে পরিবাহী ও অপরিবাহী হিসেবে পৃথক কর।



চিত্র ৫.১৮ : বিদ্যুৎ পরিবাহিতার পরীক্ষা।

অনুশীলনী

বহুনির্বাচনি প্রশ্ন:

১. যে আকর্ষণবলের মাধ্যমে অণুতে পরমাণুসমূহ যুক্ত থাকে তাকে কী বলে?

ক. ইলেকট্রন আসক্তি খ. তড়িৎ ঋণাত্মকতা

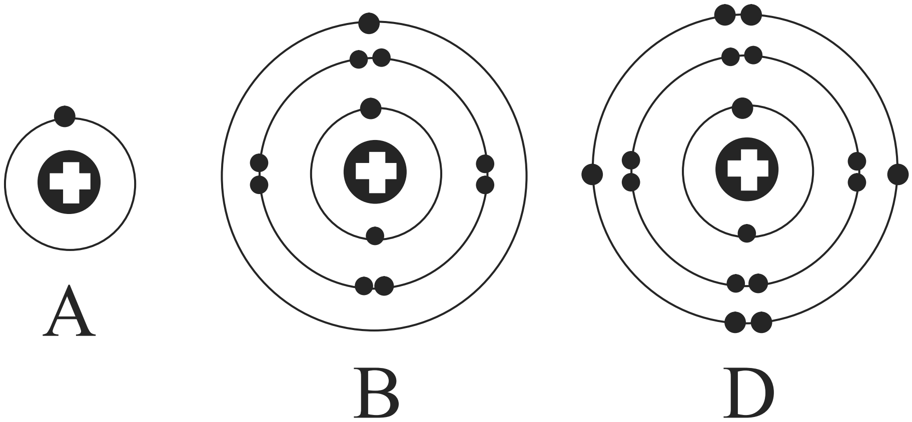
গ. রাসায়নিক বন্ধন ঘ. ভ্যানডার ওয়ালস বল

২. নিচের কোন যৌগটি গঠনকালে প্রতিটি পরমাণুই নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে?

ক. KF খ. CaS

গ. MgO ঘ. NaCl

নিচের মৌলগুলোর ইলেকট্রনিক কাঠামোর আলোকে ৩ ও ৪ নং প্রশ্নের উত্তর দাও :



[এখানে A, B এবং D প্রতীকী অর্থে; প্রচলিত কোনো মৌলের প্রতীক নয়]

৩. D চিহ্নিত মৌলের কোন যোজনীটি অসম্ভব?

ক. 2 খ. 3

গ. 4 ঘ. 6

৪. B মৌলটি–

i. দুই ধরনের বন্ধন গঠন করে

ii. A কে ইলেকট্রন দান করে

iii. D এর সাথে যুক্ত হয়ে পানিতে দ্রবীভূত হয়

নিচের কোনটি সঠিক?

ক. iii খ. ii ও iii

গ. i ও iii ঘ. i, ii ও iii

সৃজনশীল প্রশ্ন:

১.

মৌল	পর্যায়	শ্রেণি
A	2	15
B	3	15

[এখানে A ও B প্রতীকী অর্থে; প্রচলিত কোনো মৌলের প্রতীক নয়]

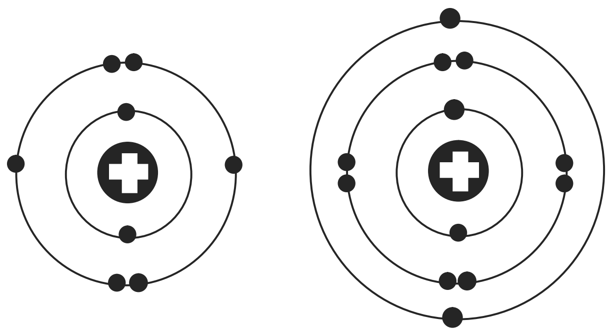
ক. যোজ্যতা ইলেকট্রন কাকে বলে?

খ. $CaCl_2$ বিদ্যুৎ পরিবহন করে কেন? ব্যাখ্যা কর

গ. A এর ক্লোরাইড–এ কতটি বন্ধন–জোড় ইলেকট্রন বিদ্যমান? ব্যাখ্যা কর।

ঘ. BCl_5 যৌগের স্থিতিশীলতা ব্যাখ্যায় অষ্টক নিয়ম অপেক্ষা দুই–এর নিয়ম অধিক কার্যকরী যুক্তিসহ ব্যাখ্যা দাও।

২.



[এখানে **X** এবং **Y** প্রতীকী অর্থে; প্রচলিত কোনো মৌলের প্রতীক নয়]

ক. সমযোজী বন্ধন কাকে বলে? ১

খ. Na এবং Na^{+} আয়নের আকারের ভিন্নতা দেখা যায় কেন? ২

গ. উদ্দীপকের XY যৌগে কোন ধরনের বন্ধন বিদ্যমান? ব্যাখ্যা কর। ৩

ঘ. X আয়নিক ও সমযোজী উভয় ধরনের যৌগ গঠন করলেও Y কখনও সমযোজী বন্ধন গঠন করে না– যুক্তিসহ ব্যাখ্যা কর। ৪